

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ
імені ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»**

А. В. Підгорний, Т. М. Назарова

Х І М І Я

ЗАКОНИ СТЕХІОМЕТРІЇ В ХІМІЧНИХ ПЕРЕТВОРЕННЯХ

*Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
як навчальний посібник для здобувачів ступеня бакалавра за інженерними
спеціальностями*

Київ
КПІ ім. Ігоря Сікорського
2021

Рецензенти: *Томашик В.М.*, д-р хім. наук, професор Інституту фізики напівпровідників ім. В.Є.Лашкарьова НАН України

Відповідальний редактор *Андрійко О. О.*, д-р хім. наук, професор Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського

*Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
(протокол № 7 від 13.05.2021р.)
за поданням Вченої ради Хіміко-технологічного факультету
(протокол № 1 від 25.01.2021 р.)*

Електронне мережне навчальне видання

*Підгорний Андрій Вадимович, канд. хім. наук, доц.
Назарова Тамара Максимівна, ст. викладач*

Х І М І Я

ЗАКОНИ СТЕХІОМЕТРІЇ В ХІМІЧНИХ ПЕРЕТВОРЕННЯХ

Хімія: Закони стехіометрії в хімічних перетвореннях [Електронний ресурс] : навч. посіб. для студ. інженерних спеціальностей / А. В. Підгорний , Т. М. Назарова ; КПІ ім. Ігоря Сікорського. – Електронні текстові дані (1 файл: 1,19 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. – 50 с.

У посібнику розглянуто тему «Закони стехіометрії в хімічних перетвореннях» розділу «Основні поняття хімії» навчальної програми дисципліни «Хімія».

Висвітлюються програмні питання та фактичний матеріал, опанування якого створює необхідні уявлення для засвоєння закономірностей з курсу хімії в сучасній інтерпретації: основні хімічні поняття, класифікація хімічних реакцій, основи кількісних розрахунків у хімії. Детально розглянуті закони стехіометрії: сталості складу, кратних співвідношень, еквівалентів .Наведено приклади розв'язку типових та ускладнених задач.

Призначений для студентів-здобувачів ступеня бакалавра за освітньо-професійними програмами інженерних спеціальностей.

© А.В. Підгорний, Т.М. Назарова,
2021© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
1. ПРЕДМЕТ ХІМІЇ.....	5
1.1. Основні хімічні поняття.....	7
1.2. Хімічні реакції.....	11
1.3. Класифікація хімічних реакцій.....	12
2. ОСНОВИ КІЛЬКІСНИХ РОЗРАХУНКІВ У ХІМІЇ.....	16
2.1 Поняття про кількість речовини.....	18
3. ЗАКОНИ СТЕХІОМЕТРІЇ.....	20
3.1. Закон сталості складу.....	21
3.2. Закони газового стану.....	22
3.3. Розрахунки за хімічними рівняннями.....	25
3.4. Закон еквівалентів.....	27
ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	40
СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ТА РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	46
Додаток.....	47
Таблиця Д.1. Періодична система хімічних елементів.....	48
Таблиця Д.2. Основні фізичні величини міжнародної системи одиниць (SI).....	48
Таблиця Д.3. Десяткові приставки та множники для утворення кратних та частинних одиниць.....	48
Таблиця Д.4. Основні фізичні сталі.....	49
Таблиця Д.5 Розчинність солей та гідроксидів у вод.....	50

ВСТУП

Методичне видання пропонується для самостійної підготовки з дисципліни "Хімія" студентів денної форми навчання інженерних спеціальностей нехімічних факультетів КПІ імені Ігоря Сікорського.

Успішне оволодіння студентами хімічними знаннями у закладах вищої освіти потребує наявності базової системи понять щодо якісних та кількісних аспектів хімічних перетворень. Проте, останнім часом спостерігається погіршення якості хімічної освіти у випускників середніх навчальних закладів. Тому укладене навчальне видання надає можливість всім студентам систематизувати та поглибити знання, набуті в період навчання у школі. Фактичний матеріал до теми «Основні поняття та стехіометричні закони хімії» подається на основі сучасних методологічних наукових підходів та сприятиме глибокому розумінню та засвоєнню законів, теорій, які пояснюють закономірності та тенденції перебігу хімічних реакцій, які недостатньо розглядалися в шкільному курсі хімії. Матеріал посібника буде корисним під час самостійної роботи для тих студентів, які з тих чи інших причин не мають достатнього рівня початкових хімічних знань. Також наведені приклади розв'язання типових задач допоможуть студентам зрозуміти хімічні закономірності.

У викладенні матеріалу використано визначення й позначення, що відповідають рекомендаціям щодо застосування Міжнародної системи одиниць фізичних величин у хімії та вимогам сучасної української хімічної номенклатури, наведено приклади вирішення типових задач з використанням базових законів стехіометрії. Робота студентів над підбіркою завдань до самостійної роботи дозволить їм творчо розвивати ініціативу та логічне мислення, здобути певні компетентності, використання яких буде корисним в подальшому успішному у засвоєнні загальнотехнічних і спеціальних дисциплін, які вивчаються згідно освітньо-професійної програми бакалаврської підготовки

1. ПРЕДМЕТ ХІМІЇ

Хімія – дуже важлива та багатостороння галузь природознавства. Це наука про речовини, їх властивості, будову та перетворення одних речовин у інші. В останні роки зростає усвідомленість суспільства щодо важливості хімії та її внесок в систему фундаментальних знань, а також роль цієї галузі природознавства в забезпечення успішного та ефективного вирішення таких проблем як: – розробка та втілення принципово нових процесів в сферу матеріального виробництва штучних та синтетичних матеріалів з різноманітними важливими властивостями, дотримання екологічних вимог у нових технологічних процесах, створення замкнених виробничих циклів та безвідходних технологій, теоретичне обґрунтування і розробка енерго- та ресурсозберігаючих технологій, модернізація існуючих виробництв, забезпечення зростаючого населення планети надійними джерелами чистої води, енергії, продовольства і продукцією галузі будівельних матеріалів, а також формування належного стану довкілля для підтримки здоров'я людей.

Предмет дослідження хімії – хімічні елементи та їх сполуки, а також закономірності, яким підпорядковуються різноманітні хімічні реакції.

Речовина – одна з конкретних форм існування матерії. Речовини мають дискретну, уривчасту будову, тобто складаються з частинок, які мають певну масу спокою. Основні частинки, з яких складаються речовини – атоми, молекули, іони. Дискретні частинки речовин об'єднуються в цілісне утворення завдяки існуванню полів: електромагнітних, гравітаційних, ядерних сил, хвильових полів елементарних частинок.

Поле, як форма існування матерії, у своїх проявах характеризується енергією та уявляється як потік квантів, що не мають маси спокою. Сучасне природознавство виявляє двоїстий характер поведінки як у частинок речовини, так і у квантів полів – корпускулярного-хвильовий дуалізм. Такий тісний взаємозв'язок між полем і речовиною дозволяє поглиблювати наші уявлення про єдність усіх форм і структур матеріального світу.

Вся сукупність матеріальних макрооб'єктів виникає з різноманітних сполучень мікрочастинок полів і речовин.

Основні поняття хімії та загальні принципи наукового хімічного мислення були сформовані у XIX сторіччі, вони базуються на попередніх успіхах природничого пізнання.

Саме в той час було одержано наукове обґрунтування атомно-молекулярного вчення: з'явилося експериментальне доведення об'єктивного існування атомів і молекул та їх складна організація (будова структур). Чітке визначення атомів та молекул було дано італійським вченим С. Канніцаро у 1858р. Ці визначення були прийняті у 1860 р. на I Міжнародному конгресі хіміків у м. Карлсруе.

Сучасним уявленням найбільш відповідають такі основні положення атомно-молекулярного вчення:

1.Різноманітність речовин обумовлена різними сполученнями атомів. При сполученні атомів можуть виникати речовини молекулярної будови, в яких кожна формульна одиниця існує виокремлено, дискретно та асоціати: атомарні, іонні, металічні (структурні формульні одиниці пов'язані між собою різноманітними типами взаємодії, тому не виокремлюються).

2.Структурні частинки речовин – молекули, іони, атоми – знаходяться на деякій відстані, між ними діють сили взаємного притягання та відштовхування.

3.Молекули складаються з атомів. Структура молекул зберігається під час фізичних явищ та змінюється у хімічних реакціях.

4.Під час хімічних реакцій атоми зберігаються, але перегруповуються, внаслідок чого утворюються нові речовини (молекули, іонні асоціати).

1.1. Основні хімічні поняття

Розглянемо сучасний зміст основних понять хімії – «атом», «хімічний елемент», «проста» та «складна» речовина.

Атом – електронейтральна мікросистема, що складається з елементарних частинок: протонів, нейтронів та електронів. До центральної частини атома – ядра, області з позитивним зарядом, в якій зосереджена основна його маса, входять протони та нейтрони, оточення ядра – електронна оболонка з негативним зарядом.

Атом є електронейтральним утворенням, оскільки позитивний заряд ядра, який відповідає числу протонів, співпадає з негативним зарядом електронної оболонки, що визначається числом електронів ($N_p = N_e$).

Радіус атомів становить 10^{-10} м, він визначається розмітністю електронної оболонки, проте основна маса атома зосереджена в його ядрі, радіус якого в 10000 разів менший від розміру атома.

Індивідуальність кожного виду атомів визначається такими природними константами як:

- заряд ядра атома та його склад;
- маса;
- розміри атома (r_A).

Атоми, що мають однаковий заряд ядра, належать до одного **хімічного елемента**. Кожний елемент має свою назву та символ. Заряд ядра атомів певного елемента співпадає з порядковим номером елемента в періодичній системі. Атом є носієм властивостей хімічного елемента.

У зв'язаному стані хімічні елементи утворюють прості та складні речовини. Але формою існування речовин інертних газів є атомарний стан (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Ra).

Атоми під час хімічних реакцій зберігаються, тобто розглядаються як хімічно неподільні частинки, при їх сполученні вони можуть зберігати

електронеутральність, а у інших випадках перетворення може супроводжуватись зміною будови електронних оболонок атомів внаслідок обміну електронами між ними. Як результат, виникають речовини, що розрізняються за складом структурних ланок. Існують речовини дискретної молекулярної, та асоційованої будови: атомарної, іонної та металічної.

Молекула – це найменше електронеутральне утворення, здатне до самостійного існування, складене з атомів, зв'язаних валентними силами, яке є носієм хімічних властивостей речовин з молекулярною будовою.

Іон – частинка, що має електричний заряд (позитивний або негативний), що утворюється під час втрати чи приєднання електронів атомами.

Прості речовини складаються з атомів одного елемента. Так, хлор Cl_2 , азот N_2 – прості речовини молекулярної будови, алмаз C – проста речовина, що являє собою атомарний асоціат, олово Sn , хром Cr – прості речовини з металічною будовою.

Складні речовини – це такі, що утворюються з атомів різних елементів. Серед них є речовини як молекулярної, так і немоллекулярної будови. Так, вода H_2O , гідроген хлорид HCl , гідроген ціанід HCN , цукор $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – складні речовини з молекулярною будовою; калій хлорид KCl , цезій оксид Cs_2O , натрій гідроксид NaOH – з іонною; ферум карбід Fe_3C – з металічною.

Склад молекул (співвідношення між числом атомів елементів у речовині) пояснюється валентністю атомів, що утворюють **формульну одиницю**.

Валентність – здатність атома даного елемента приєднувати певне число інших атомів. Отже, валентність є кількісною характеристикою виявлення хімічної поведінки атомів.

Валентність атома Гідрогену прийнята за одиницю та позначається $Z(\text{H}) = 1$. Якщо атоми деякого елемента приєднують один атом Гідрогену, то цей елемент – одновалентний. Атоми Флуору (F) та атоми лужних металів (Li , Na , K , Rb , Cs) завжди виявляють сталу валентність $Z(\text{Me}) = 1$. При складанні хімічних формул сполук, які утворені одновалентними атомами, завжди зберігається співвідношення числа атомів 1:1, наприклад: HF , NaH .

Елементи, атоми яких виявляють сталу валентність $Z = II$: O, Cd, Sr, Zn, Ca, Mg, Ba, Be. У формульних одиницях на один атом двовалентного елемента припадає два атоми одновалентних елементів (CaH_2 , MgF_2 , H_2O , Na_2O), а при з'єднанні (сполученні) двох двовалентних атомів співвідношення їх чисел становить 1:1, наприклад, CaO .

Елементи, атоми яких є трьохвалентними (Al, Ga), з'єднуються з одновалентними атомами у співвідношенні 1:3 (AlH_3 , GaF_3), а при утворенні сполук з двовалентними атомами співвідношення їх числа становить 2:3 (Al_2O_3). Атоми більшості елементів виявляють змінну валентність. При складанні хімічних формул для елементів зі змінною валентністю наводять її значення римською цифрою в дужках після символу елемента. Добуток числа атомів одного елемента на його валентність завжди дорівнює добутку валентності іншого елемента на число його атомів.

Приклад.

Скласти формулу сполуки Мангану (VII) з Оксигеном. Валентність Мангану, $Z(\text{Mn}) = VII$, а Оксигену – $Z(\text{O}) = II$. Знаходимо найменше спільне кратне (НСК) для цих чисел: $\text{НСК} = 2 \times 7 = 14$. Тоді число атомів Мангану у сполуці дорівнює:

$$\text{НСК} : Z(\text{Mn}) = 14 : 7 = 2,$$

а число атомів Оксигену обчислюється як:

$$\text{НСК} : Z(\text{O}) = 14 : 2 = 7.$$

Відповідно формула сполуки $\text{Mn}_2^{\text{VII}}\text{O}_7^{\text{II}}$.

При складанні формул багатоеlementних сполук, визначають валентний стан атомів, застосовуючи поняття ступеня окиснення.

Ступінь окиснення (с.о.) елемента – це умовний електричний заряд атома в молекулі чи кристалі кратний заряду електрона, якщо припустити, що ці речовини складаються тільки з іонів, виникнення яких обумовлено зміщенням електронних пар, які забезпечують утворення зв'язків.

Ступінь окиснення елемента має знак «–», якщо його атоми мають більшу відносну електронегативність (здатні у зв'язаному стані відтягувати на

себе електрони, що беруть участь в утворенні зв'язків з іншими атомами). Решта атомів з меншою електронегативністю набувають позитивних ступенів окиснення. В молекулі алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів з урахуванням числа їх атомів дорівнює нулю.

Ступінь окиснення елементів у більшості сполук можна визначити, якщо знати сталі (незмінні) ступені окиснення, властиві деяким елементам. При цьому застосовують такі правила:

- 1) атоми елементів в простих речовинах мають ступінь окиснення 0: H_2^0 , F_2^0 , N_2^0 , C^0 , S^0 , Me^0 , Fe^0 , Al^0 та ін.;
- 2) всі метали в сполуках мають додатні ступені окиснення: для лужних металів +1 (Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1}); для s-елементів II групи +2 (Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2}); для алюмінію та галію +3 (Al^{+3} , Ga^{+3});
- 3) Гідроген (H) в сполуках з неметалами має с.о. +1 (H^{+1}F , H_2^{+1}O , H_2^{+1}S), в сполуках з металами с.о. Гідрогену -1 (NaH^{-1} , CaH_2^{-1});
- 4) атом Флуору F в сполуках завжди має с.о. -1, тому що цей елемент має найбільше значення відносної електронегативності (ВЕН) в природі, $\text{ВЕН}(\text{F}) = 4,0$;
- 5) Оксиген в сполуках має с.о. -2 (виключення – пероксидні сполуки, в яких виявляється ступінь окиснення -1: $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$, а також дифторид Оксигену $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$, де його с.о. +2).

Приклад.

Визначити с.о. Сульфуру, Феруму та Фосфору у сполуках $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, BaFeO_4 та Na_2HPO_3 . Використовуючи відомі сталі ступені окиснення елементів Барію: +2; Натрію: +1; Гідрогену: +1 та Оксигену: -2, скласти алгебраїчні рівняння, врахувавши, що сумарне значення всіх ступенів окиснення дорівнює нулю:

$$\text{Na}_2^{+1}\text{S}_2^{\text{X}}\text{O}_7^{-2} : \quad (+1) + 2x + 7(-2) = 0, \quad x = +6,$$

$$\text{Ba}^{+2}\text{Fe}^{\text{X}}\text{O}_4^{-2} : \quad 1(+2) + x + 4(-2) = 0, \quad x = +6,$$

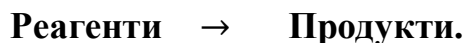
$$\text{Na}_2^{+1}\text{H}^{+1}\text{P}^{\text{X}}\text{O}_3^{-2} : \quad 2(+1) + 1(+1) + x + 3(-2) = 0, \quad x = +5.$$

1.2. Хімічні реакції

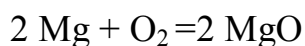
Хімічні реакції полягають у перетворенні одних речовин на інші без зміни складу ядер атомів. Ознаками перебігу хімічних перетворень є низка фізичних ефектів: енергетичний ефект (поглинання теплоти або виділення світла та теплоти), зміна агрегатного стану реагентів, зміна забарвлення реакційної суміші, поява чи зникнення запаху тощо.

Хімічні рівняння відображають зміст хімічної реакції за допомогою хімічних формул, символів та коефіцієнтів. Вихідні речовини, які використовуються під час проведення хімічної реакції, мають назву реагентів, а нові речовини, які утворюються є продуктами реакції.

У загальному вигляді рівняння хімічної реакції може бути представлено схемою:

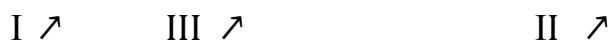
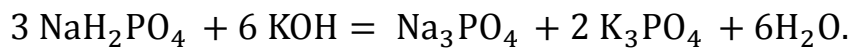
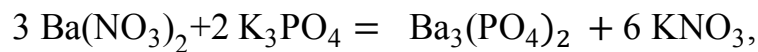


Хімічні реакції виявляють та характеризують хімічні властивості даної речовини. Наприклад, під час нагрівання магнію (сріблясто-білий метал) у атмосфері кисню (безбарвний газ) утворюється магній оксид (біла кристалічна речовина):



Рівняння цієї реакції ілюструє здатність простих речовин, металів та неметалів, вступати у взаємодію з утворенням бінарної складної речовини (гетеросполуки) оксиду. Число атомів елементів у лівій та правій частинах схеми реакції урівнюють добираючи коефіцієнти, які ставлять перед формулами речовин.

В схемах перетворень, за участю складних речовин, наприклад взаємодія у розчині за участю електролітів, добирати коефіцієнти потрібно починаючи з аналізу формули складнішої за складом речовини продукту (у наведених прикладах ці формули відмічено підкресленням). Послідовність розстановки коефіцієнтів перед формулами речовин наведено римськими цифрами:



Для підбору коефіцієнтів в реакціях, які проходять зі зміною ступенів окиснення атомів, використовують інші методи, що будуть розглядатися детально у розд 1.4.

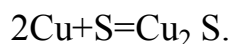
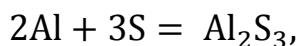
1.3. Класифікація хімічних реакцій

Хімічні реакції класифікують за різними ознаками.

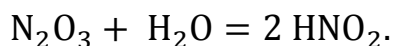
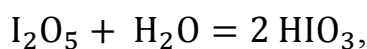
Залежно від природи частинок, які беруть участь у взаємодії, реакції поділяють **на молекулярні, іонні та радикальні**, або **ланцюгові**. За фазовим складом систем розрізняють процеси: **гомогенні (газові, у розчині)** та **гетерогенні** (учасники взаємодії утворюють окремі фази). Виходячи з аналізу природи реагентів, розрізняють реакції **кисотно-основні, солеутворення, гідратації, нітрування** тощо.

За зміною числа вихідних речовин та продуктів перетворення розрізняють наступні типи реакцій, як: – **сполучення, розкладу, заміщення, обміну**.

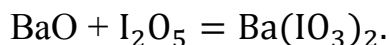
Під час реакцій **сполучення** з декількох речовин утворюється одна. Наприклад, сірка вступає у взаємодію з металами, утворюючи солі – сульфіді:



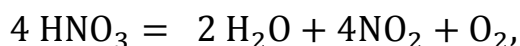
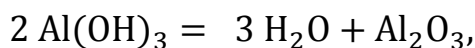
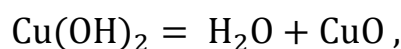
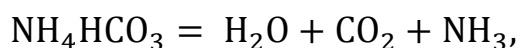
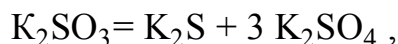
Під час сполучення кислотних оксидів з водою утворюються гідроксиди – оксигеновмісні кислоти:



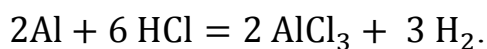
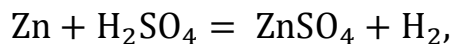
Основні оксиди вступають у реакції з кислотними оксидами, продуктом цієї взаємодії є середні солі:



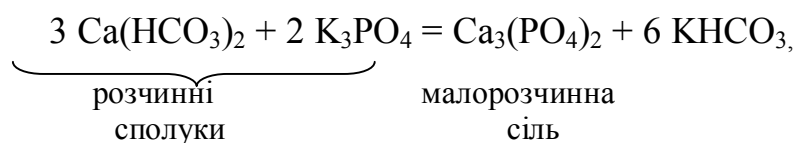
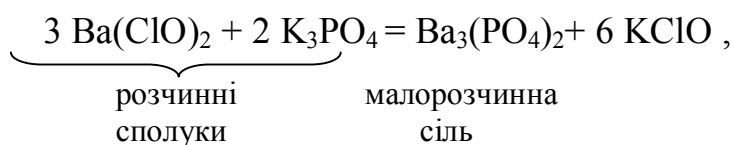
Реакції, під час здійснення яких з однієї складної речовини утворюється декілька нових, відносяться до реакцій **розкладу**. До такого типу перетворень відносяться реакції термічного розкладу солей та гідроксидів (основ, амфотерних гідроксидів та кислот):

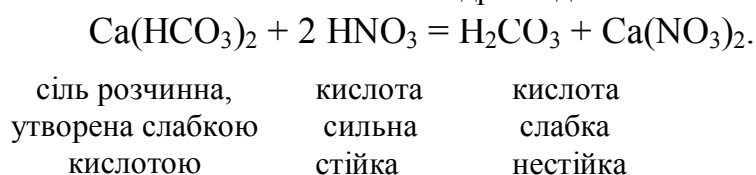
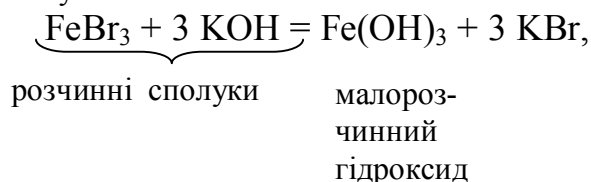
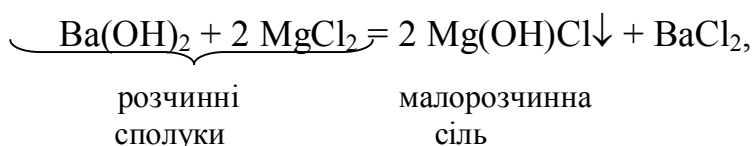
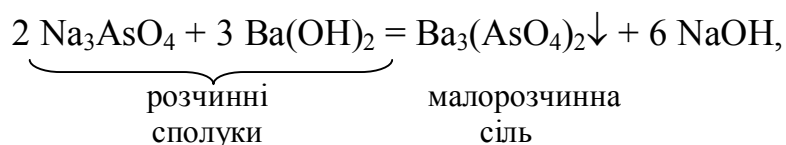


За здійснення реакцій **заміщення** проста речовина заміщує частину складної речовини, в результаті утворюється нова проста та нова складна речовина. Наприклад, активні метали витісняють водень під час взаємодії з розчинами хлоридної або розведеної сульфатної кислот:

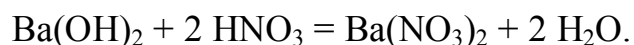


Особливостями реакцій **обміну** є те, що за їх проходження формульні одиниці складних речовин у розчині обмінюються іонами. У більшості випадків в реакціях обміну бере участь сіль, яка обмінює свої іони на інші під час взаємодії з іншими солями, лугами або кислотами:





Серед обмінних реакцій виділяють взаємодію між сильними кислотами та лугами у розчині, які мають назву **реакцій нейтралізації**. Продуктами цієї реакції є середня сіль та вода:



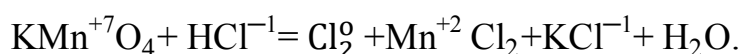
Хімічні реакції можна поділити на реакції невалентних перетворень (відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів елементів, які входять до складу речовин, що реагують) і окисно-відновні. До окисно-відновних (ОВР) відносяться такі реакції, які супроводжуються переносом електронів від одного реагента до іншого та значить і зміною ступенів окиснення елементів. Пріоритет введення в хімію уявлень про електронну природу окисно-відновних процесів належить вітчизняним вченим Л.В.Писаржевському, Я.І.Михайленку, Г.В. Дайну та С.В. Дайну. Згадані вчені ще в 1911 – 1914 роках розглядали ОВР з погляду будови електронних оболонок атомів та молекул. Вони перші сформулювали теорію, за якою окисно-відновні реакції – це процеси, під час яких здійснюється перерозподіл електронної густини від одних атомів чи іонів до інших.

Процес віддачі електронів атомом називається процесом **окиснення**. Цей процес супроводжується підвищенням ступеня окиснення атомів елементів.

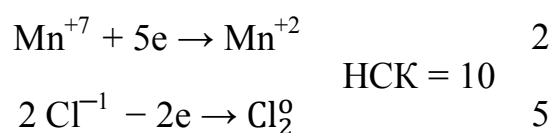
Речовини, атоми, молекули чи іони яких втрачають електрони (окиснюються) мають назву **відновників** (скорочене позначення **Red** від англійського «reductant»). Одночасно з процесом окиснення відновників проходить процес **відновлення** за участю **окисника** (скорочене позначення **Ox** від англійського «oxidizer»). **Відновлення** є процесом, під час якого атоми чи іони елемента приєднують електрони, знижуючи свій ступінь окиснення. Окиснення та відновлення являють собою дві взаємопов'язані й взаємозумовлені протилежності, дві сторони єдиного процесу окиснення–відновлення.

Для складання рівнянь окиснення–відновлення за участю заданих реагентів (окисник та відновник) з утворенням продуктів – відновленої форми окисника та окисненої форми відновника, необхідно здійснити підбір коефіцієнтів з використанням методу електронного балансу. Цей метод ґрунтується на правилі балансу заряду, який змінюють окисник та відновник під час обміну електронами: число електронів, які втрачає відновник, має дорівнювати числу електронів, які приєднав окисник.

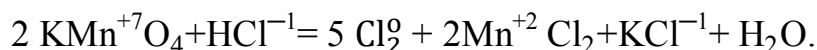
Розставити коефіцієнти у рівнянні реакції можна, якщо спочатку скласти схему реакції (реагенти – продукти) та визначивши, які атоми змінюють ступені окиснення, наприклад:



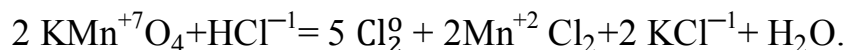
Потім складають рівняння напівреакцій: окиснення – за участю відновника та відновлення – за участю окисника. Надалі знаходять найменше спільне кратне для обох напівреакцій за кількістю електронів та підбирають множники для урівнювання числа втрачених та приєднаних електронів:



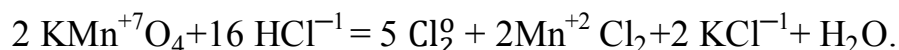
Знайдені множники з електронного балансу розставляємо як коефіцієнти в рівнянні реакції перед елементами, які змінили ступені окиснення:



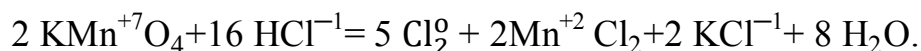
Після цього здійснюємо урівнювання числа катіонів калію та підраховуємо у правій частині рівняння число хлорид-аніонів:



Надалі у лівій частині рівняння наводимо коефіцієнт 16 перед молекулами HCl:



Оскільки у лівій частині рівняння наявне число атомів Гідрогену є більшим у 8 разів ніж у правій, то у праву частину рівняння проставляємо коефіцієнт 8 перед молекулами води. Виставлені коефіцієнти в рівнянні реакції урівнюють також і число атомів Оксигену в молекулах реагентів та продуктів:



Окисно-відновні реакції можуть бути застосовані для вироблення (генерування) електричної енергії у хімічних джерелах струму. Закономірності функціонування хімічних джерел електричної енергії розглядаються під час вивчення студентами розділу «Електрохімія» навчальної програми кредитного модуля «Хімія».

2. ОСНОВИ КІЛЬКІСНИХ РОЗРАХУНКІВ У ХІМІЇ

Створення кількісних методів досліджень було виключно важливим етапом розвинення сучасної наукової хімії. Під час кількісного опису та встановлення причинно-наслідкових зв'язків хімічних перетворень, необхідним є застосування основних фундаментальних законів природознавства, таких як: закони збереження маси та енергії; збереження заряду; періодичності розвитку.

Важливим етапом розвитку сучасної хімії було створення кількісних методів дослідження. У 1748 – 1756 рр. М.В. Ломоносов встановлює та експериментально підтверджує **закон збереження маси**. Сучасне формулювання цього закону є таким: *загальна маса продуктів реакції дорівнює загальній масі речовин, які брали участь у взаємодії.*

Зміст закону пояснюється тим, що під час хімічної реакції відбувається тільки перегрупування атомів, але число атомів та маса кожного атома залишається сталими. Оскільки число атомів кожного елемента, а відповідно їх загальна маса не змінюється, то маса реагентів завжди дорівнює масі продуктів.

Масу речовин визначають під час зважування, тобто порівнянням її з відомою масою різноваг. Маса – одна з основних фізичних характеристик речовин. Одиницею маси у Міжнародній системі (СІ) є кілограм. У хімічній лабораторній практиці часто використовують частинні від кілограму одиниці: грам ($1 \text{ г} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$) та міліграм ($1 \text{ мг} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$).

Для розрахунків мас речовин, які беруть участь у хімічних реакціях, необхідно знати маси молекул, атомів, іонів. Маси окремих атомів дуже малі (від $1,67 \cdot 10^{-24}$ до $1,0 \cdot 10^{-22} \text{ г}$) і є недосяжними для безпосереднього вимірювання. На практиці для зручності проведення розрахунків застосовують **відносні атомні маси** $A_r(X)$ та **відносні молекулярні маси** $M_r(X)$.

Відносна атомна маса $A_r(X)$ та відносна молекулярна маса $M_r(X)$ показують, у скільки разів більша, відповідно – маса одного атома елемента та маса молекули певної речовини від $\frac{1}{12}$ частки маси атома ізотопу Карбону ^{12}C .

$\frac{1}{12}$ частка маси атома ізотопу Карбону ^{12}C має назву **атомної одиниці маси** (а.о.м.). Це сучасна позасистемна одиниця вимірювання відносних атомних та відносних молекулярних мас:

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{m_o(\text{атому C})}{12} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Значення відносних атомних мас елементів наведені у Періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва під символом елемента. Наприклад, для атома Al відносна атомна маса становить 26,98.

Виходячи зі значення відносної атомної маси елемента, легко знайти масу одного атома, так, маса атома Алюмінію становить:

$$m_o(\text{атому Al}) = \text{а.о.м.} \cdot A_r(\text{Al}) = 1,66 \cdot 10^{-24}(\text{г}) \cdot 26,98 = 4,47 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Відносна молекулярна маса сполуки розраховується за хімічною формулою. Вона дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, що входять до складу молекули. Наприклад, для молекули CH_3OH відносна молекулярна маса дорівнює:

$$M_r(\text{CH}_3\text{OH}) = A_r(\text{C}) + 4A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 32.$$

Тоді, маса однієї молекули CH_3OH дорівнює:

$$m_o(\text{CH}_3\text{OH}) = \text{а. о. м.} \cdot M_r(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,66 \cdot 10^{-24}(\text{г}) \cdot 32 = 5,31 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Для іонного асоціату K_3PO_4 відносна молекулярна маса умовної формульної одиниці становить:

$$M_r(\text{K}_3\text{PO}_4) = 3A_r(\text{K}) + A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O}) = 3 \cdot 39 + 31 + 4 \cdot 16 = 251.$$

Тоді, маса умовної формульної одиниці солі становить:

$$m_o(\text{K}_3\text{PO}_4) = \text{а. о. м.} \cdot M_r(\text{K}_3\text{PO}_4) = 1,66 \cdot 10^{-24}(\text{г}) \cdot 251 = 4,17 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

2.1. Поняття про кількість речовини

Хімічні реакції здійснюються за участю дуже великого числа формульних одиниць (атомів, молекул, іонів). Для оцінки порцій речовини за вмістом тих чи інших формульних одиниць застосовують фізико-хімічну величину – **кількість речовини**. Кількість речовини позначають латинською літерою $n(\text{X})$, чи грецькою – $\nu(\text{X})$.

Одиницею вимірювання кількості речовини є **моль** – одна з 7 основних одиниць СІ. **Моль** – це порція речовини, яка містить таку ж сукупність формульних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів) цієї речовини, скільки атомів є в 0,012 кг ізотопу Карбону з масовим числом 12 – ^{12}C . Число формульних одиниць в 1,0 молі речовини молекулярної, атомарної, іонної, металічної будови завжди визначається значенням **сталой Авогадро** ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$) тобто 1 моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць (ф.о.).

Кількість речовини $n(X)$ розраховується за відношенням числа формульних одиниць в порції речовини до сталої Авогадро:

$$n(X) = \frac{N(\text{ф.о.})}{N_A} = \frac{N(\text{ф.о.})}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}. \quad (1)$$

Якщо відома кількість речовини, то можна розрахувати число формульних одиниць речовини. Наприклад, з виразу (1) 0,5 моль молекулярного кисню, $n(\text{O}_2)$, містить число молекул кисню $N(\text{O}_2)$:

$$N(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{ф.о.}}{\text{моль}} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул кисню}.$$

Для порції 0,5 моль O_2 кількість атомів Оксигену, що входять до складу молекули кисню буде вдвічі більшою від кількості кисню:

$$n(\text{O}) = 2n(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,5 \text{ моль} = 1,0 \text{ моль}.$$

Тоді, число атомів Оксигену $N(\text{O})$ в 0,5 моль кисню становитиме:

0,1 моль калій сульфату містить число іонних асоціатів K_2SO_4 , яке можна визначити за виразом:

$$\begin{aligned} N(\text{K}_2\text{SO}_4) &= n(\text{K}_2\text{SO}_4) \cdot N_A = 0,1 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{іон. асоціатів}}{\text{моль}} = \\ &= 6,02 \cdot 10^{22} \text{ іон. асоціатів.} \end{aligned}$$

В цій порції кількість іонів калію буде вдвічі більшою, ніж кількість K_2SO_4 , а саме $n(\text{K}^+) = 0,2 \text{ моль}$, тоді число іонів калію $N(\text{K}^+)$ в цій порції становить:

$$N(\text{K}^+) = n(\text{K}^+) \cdot N_A = 0,2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{іон}}{\text{моль}} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ іонів.}$$

Кількість сульфат-іонів SO_4^{2-} дорівнює кількості калій сульфату:

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль},$$

тоді, число сульфат-іонів $N(\text{SO}_4^{2-})$ також дорівнює числу іонних асоціатів K_2SO_4 :

$$\begin{aligned} N(\text{SO}_4^{2-}) &= N(\text{K}_2\text{SO}_4) = n(\text{SO}_4^{2-}) \cdot N_A \\ &= 0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ іонів.} \end{aligned}$$

Маса 1 моль речовини (авагадрової сукупності формульних одиниць), що визначена у грамах, має назву **молярної маси**. Позначення молярної маси $M(X)$, а одиниця вимірювання – г/моль.

Молярні маси одержують, помноживши значення маси однієї формульної одиниці речовини на сталу Авогадро:

$$M(\text{Al}) = m_o(\text{Al}) \cdot N_A = 4,47 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 26,98 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) = m_o(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot N_A = 5,31 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 32 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{K}_3\text{PO}_4) = m_o(\text{K}_3\text{PO}_4) \cdot N_A = 4,17 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 251 \text{ г/моль}.$$

Чисельне значення молярної маси атомів співпадає з відносною атомною масою. Так, $A_r(\text{Al}) = 26,98$, тому:

$$M(\text{Al}) = m_o(\text{Al}) \cdot N_A = A_r(\text{Al}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} (\text{г}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 26,98 \text{ г/моль}.$$

Значення молярних мас молекул співпадають з відносною молекулярною масою молекул:

$$M_r(\text{CH}_3\text{OH}) = 32, \text{ відповідно } M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ г/моль};$$

$$M_r(\text{K}_3\text{PO}_4) = 251, \text{ відповідно } M(\text{K}_3\text{PO}_4) = 251 \text{ г/моль}.$$

Значення молярної маси як фізичної величини розраховують за відношенням маси порції речовини до кількості речовини, що міститься в цій порції:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

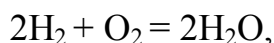
3. ЗАКОНИ СТЕХІОМЕТРІЇ

Для хімії є важливими закони стехіометрії, які обґрунтовують співвідношення кількості, маси речовин та об'ємів газів під час здійснення хімічних перетворень, а також встановлюють якісний та кількісний елементний склад сполук.

3.1. Закон сталості складу

Цей закон був сформульований у 1799 р. французьким вченим Ж. Прустом на основі аналізу хімічних сполук. Сучасне його формулювання є таким: **кожна чиста речовина молекулярної будови має постійний (сталий) склад, що не залежить від місця та методу її добування.** У кожній хімічній сполуці зберігається сталим співвідношення числа та мас атомів елементів, які входять до її складу. Співвідношення числа атомів різних елементів визначають, виходячи з їх валентностей, а тому вони відповідають відношенню невеликих цілих чисел. Так, для води H_2O таке відношення становить 2:1, для N_2O_3 – 2:3, для гідрогенхлорида HCl – 1:1.

Порівнюючи відносні атомні маси елементів Гідрогену та Оксигену $A_r(\text{H}) = 1$, $A_r(\text{O}) = 16$ можна стверджувати, що масові співвідношення цих елементів становлять у молекулі H_2O 1:8. Тому при з'єднанні простих речовин H_2 та O_2 їх маси так само будуть співвідноситись як 2:1, а реакція взаємодії буде мати вигляд:



$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}$, тому якщо реагує 4 г H_2 (2 моль), то у взаємодії бере участь 32 г

кисню (1 моль). Відношення мас: $\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{4 \text{ г}}{32 \text{ г}} = \frac{1}{8}$.

У 1803 році Дж. Дальтон встановив **закон кратних співвідношень**, який полягає у наступному: **у двох речовинах, утворених тими самими елементами, на однакову масову кількість одного елемента припадають такі масові кількості іншого елемента, які співвідносяться як невеликі цілі числа.** Наприклад, атоми Сульфуру утворюють два оксиди – диоксид SO_2 та триоксид SO_3 . Відносні атомні маси $A_r(\text{X})$ елементів Оксигену та Сульфуру становлять відповідно: 16 та 32. Масові співвідношення Оксигену та Сульфуру в SO_2 відповідно дорівнюють:

$$\frac{m(\text{O})}{m(\text{S})} = \frac{2 A_r(\text{O})}{A_r(\text{S})} = \frac{2 \cdot 16}{32} = \frac{32}{32},$$

а для SO_3 :

$$\frac{m(\text{O})}{m(\text{S})} = \frac{3 A_r(\text{O})}{A_r(\text{S})} = \frac{3 \cdot 16}{32} = \frac{48}{32}.$$

Звідси випливає, що на кожні 32 масові частини Сульфуру в цих сполуках припадає відповідно 32 та 48 масових частин Оксигену. Тобто співвідношення масових частин Оксигену в двох оксидах дійсно є таким, як відношення невеликих цілих чисел:

$$\frac{m(\text{O})_{\text{SO}_3}}{m(\text{O})_{\text{SO}_2}} = \frac{48}{32} = \frac{3}{2}$$

Закон кратних співвідношень фактично поєднує закони збереження маси та сталості складу на основі атомарної гіпотези будови речовин, а всі перераховані закони є основою для формування кількісного опису явищ та фактів у хімічних дослідженнях.

Дослідження сполук немолекулярної будови, які були започатковані К. Бертолле та завершені роботами російського хіміка Н.С. Курнакова довели, що залежно від умов добування склад деяких з них, бертолідів (стехіометричне співвідношення компонентів яких не відповідає цілим числам) – не є постійним і може змінюватись в певних межах, а для речовин – дальтонідів (цілочислове атомне співвідношення компонентів) є характерним збереження сталості складу. До бертолідів належить більшість кристалічних речовин немолекулярної будови – оксиди, гідриди, карбіди, нітриди, сульфіді *d*- і *f*-елементів.

3.2. Закони газового стану

Під час хімічних процесів може суттєво змінюватись об'єм системи, якщо в реакції, як серед реагентів, так і серед продуктів, є речовини в газоподібному

стані. Тому, важливим є вміння проводити кількісні розрахунки за співвідношенням об'ємів газів.

Основним газовим законом є **закон Авогадро**, що був сформульований як гіпотеза у 1811 р.: *у рівних об'ємах різних газів за однакових фізичних умов міститься однакове число молекул.*

Із закону Авогадро випливають три важливі наслідки:

1. Один моль будь-якого газу (така порція містить число молекул, що складає $6,02 \cdot 10^{23}$) за однакових фізичних умов займає об'єм, який називають **молярним**. Молярний об'єм газу V_m^0 за нормальних умов (н.у.), $p^0 = 101,325$ кПа, $T^0 = 273,15$ К, дорівнює 22,4 л/моль. Молярний об'єм газу визначається як відношення об'єму порції газу $V(X)$ до кількості речовини в цій порції:

$$V_m^0 = \frac{V(X)}{n(X)} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

де X – формула газу.

2. Об'єм порції газу є прямо пропорційним кількості газу в цій порції:

$$V(\text{газу}) = n(\text{газу}) \cdot 22,4 \text{ л/моль}.$$

Наприклад, якщо кількість газу становить 0,25 моль, тоді об'єм цієї порції становить 5,6 л:

$$V(\text{газу}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л}.$$

3. Маса різних газів $m(X)$ і $m(Y)$, які займають однакові об'єми $V(X)=V(Y)$ за p , $T = \text{const}$, співвідносяться між собою як маси їх молекул. Це зрозуміло, оскільки згідно з гіпотезою Авогадро однакові об'єми газів X та Y містять однакове число молекул, а маси молекул цих газів співвідносяться так само, як їх молярні маси:

$$\frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{m_0(X)}{m_0(Y)} = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Відношення молярної маси газу X до молярної маси газу Y , що взятий за зразок, має назву **відносної густини одного газу за іншим** та позначається літерою D (англ. «density»):

$$D_Y^X = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

За значенням відносної густини газу зручно розраховувати молярні маси невідомих газів $M(X)$ та маси їх молекул $m_0(X)$.

Найчастіше відносну густину газу X визначають відносно газу водню $D_{H_2}^X$. Тоді, якщо відносна густина газу за воднем становить 64, то легко визначити молярну масу газу $M(X)$ за співвідношенням: $D_{H_2}^X$

$$D_{H_2}^X = \frac{M(X)}{M(H_2)} = 64$$

Звідки $M(X) = D_{H_2}^X \cdot M(H_2) = 64 \cdot 2 \text{ г/моль} = 128 \text{ г/моль}$.

Молекула цього газу буде мати масу більшу в 64 рази порівняно з масою молекули H_2 . Оскільки маса молекули водню становить:

$$m_0(H_2) = \frac{M(H_2) \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 3,32 \cdot 10^{-24} \text{ г},$$

то маса молекули газу $m_0(X)$ становить відповідно величину в 64 рази більшу:

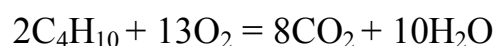
$$m_0(X) = 64 \cdot m_0(H_2) = 64 \cdot 3,32 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 2,12 \cdot 10^{-22} \text{ г}.$$

Іноді густину газу визначають відносно повітря ($D_{\text{пов}}$), молярна маса якого, як усереднена величина, є близькою до 29 г/моль. Тоді молярну масу газу X визначають так:

$$M(X) = D_{\text{пов}} \cdot 29 \text{ г/моль}.$$

Закон Авогадро надав пояснення закону Гей-Люссака (1808 р.): *під час взаємодії об'єми газоподібних речовин (реагентів та продуктів) співвідносяться між собою як стехіометричні коефіцієнти перед формулами відповідних речовин у рівнянні хімічної реакції*. Цей закон визначають як **закон об'ємних співвідношень**.

Так, у реакції горіння бутану:



співвідношення об'ємів вуглеводню C_4H_{10} та кисню так само, як і співвідношення їх кількостей, дорівнює співвідношенню коефіцієнтів:

$$V(C_4H_{10}):V(O_2) = n(C_4H_{10}):n(O_2) = 2:13 = 1:6,5;$$

тобто об'єм кисню в 6,5 разів більший за об'єм газу бутану.

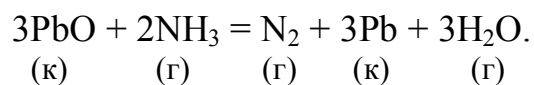
Якщо необхідно розрахувати, який об'єм O_2 потрібно витратити для спалювання 110 л C_4H_{10} , то, використавши знайдене об'ємне співвідношення газів під час взаємодії, маємо:

$$V(O_2) = 6,5 \cdot V(C_4H_{10}) = 6,5 \cdot 110 \text{ л} = 650 \text{ л}.$$

3.3. Розрахунки за хімічними рівняннями

Якщо відома кількість одного з реагентів, то використавши рівняння хімічної реакції, можна дізнатись, які кількості продуктів реакції можуть утворитися. Застосовуючи кількості речовин, легко визначити, які кількості, маси та об'єми речовин, брали участь у взаємодії та утворились.

Приклад. Скільки грамів свинцю і який об'єм газу азоту (н.у.) можна добути, якщо 28 л NH_3 прореагували з плюмбум (II) оксидом згідно наведеного рівняння реакції:



Розв'язок.

– наведені в умові маси, об'єми речовин перевести в кількості речовин:

$$n(NH_3) = \frac{V(NH_3)}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{28 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ моль}$$

– за рівнянням реакції знайти співвідношення кількості реагенту NH_3 за кількостями утворених продуктів – N_2 та Pb :

$$n(N_2) = 1/2 \cdot n(NH_3);$$

$$n(Pb) = 3/2 \cdot n(NH_3).$$

– застосувавши наведену в умові кількість аміаку, знайдемо кількість продуктів:

$$n(N_2) = 1/2 \cdot 1,25 \text{ моль} = 0,625 \text{ моль}$$

$$n(Pb) = 3/2 \cdot 1,25 \text{ моль} = 1,875 \text{ моль},$$

– визначимо масу утвореного свинцю за формулою:

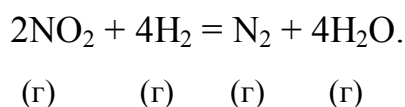
$$m(\text{Pb}) = n(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb}) \text{ г/моль} = 1,875 \text{ моль} \cdot 207,19 \text{ г/моль} = 388,48 \text{ г},$$

– визначимо об'єм утвореного N_2 (л):

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,625 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 14 \text{ л}$$

Отже, можна легко здійснити розрахунок складу газових сумішей використавши наведені стехіометричні газові закони.

Приклад. Відновлення оксиду нітрогену (IV) воднем відбувається згідно рівняння реакції, а загальний об'єм суміші газів, що прореагували без залишку, становив 145,6 л (н.у.):



Визначити:

- які кількості кожного газу (NO та H_2) брали участь у взаємодії;
- які об'єми та маси утворених N_2 , H_2O під час реакції;
- скільки було одержано молекул азоту N_2 .

Розв'язок. Знаходимо сумарну кількість газів та реагентів:

$$\sum n(\text{NO}_2, \text{H}_2) = \frac{\sum V(\text{H}_2, \text{NO}_2)}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{145,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 6,5 \text{ моль}$$

– знаходимо молярні частки газів у суміші:

$$\chi(\text{NO}_2) = \frac{n(\text{NO}_2)}{n(\text{NO}_2) + n(\text{H}_2)} = \left(\frac{1}{2 + 4} \right) = \frac{1}{3}$$

– знаходимо кількість кожного газу в суміші:

кількість NO_2 становить третину від загальної кількості газів-реагентів

$$n(\text{NO}_2) = \chi(\text{NO}_2) \sum n(\text{NO}_2, \text{H}_2), n(\text{H}_2) = \frac{1}{3} \cdot 6,5 = 2,167 \text{ моль},$$

кількість H_2 становить дві третини від загальної кількості газів-реагентів

$$n(\text{H}_2) = \chi(\text{H}_2) \sum n(\text{NO}_2), n(\text{H}_2) = \frac{2}{3} \cdot 6,5 = 4,33 \text{ моль},$$

– за кількістю одного з реагентів знаходимо кількість продуктів. Наприклад, за кількістю NO_2 можна визначити кількості N_2 та H_2O , виходячи з співвідношення відповідних коефіцієнтів у хімічному рівнянні.

$$n(\text{N}_2) = 1/2 \cdot n(\text{NO}_2), \text{ а } n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{NO}_2).$$

Тоді:

$$n(\text{N}_2) = 1/2 \cdot 2,167 \text{ моль} = 1,083 \text{ моль},$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 2,167 \text{ моль} = 4,334 \text{ моль},$$

– визначимо маси та об'єми утворених речовин:

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 1,083 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 30,32 \text{ г},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 4,334 \text{ моль} \cdot 18 \text{ г/моль} = 77,94 \text{ г},$$

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,083 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 24,26 \text{ л},$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,334 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 97,0 \text{ л};$$

– визначимо число молекул N_2 , які утворилися під час взаємодії:

$$N(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot N_A = 1,083 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,52 \cdot 10^{23}.$$

3.4. Закон еквівалентів

Німецький фізик І. Ріхтер (1792 – 1794 рр.) запропонував застосовувати твердження про те, що хімічні елементи сполучаються між собою, а індивідуальні речовини взаємодіють між собою у визначених еквівалентних кількостях. Оскільки реакції на мікрорівні опису здійснюються як взаємодія атомів, молекул або іонів, то рівноцінними за реакційною здатністю як одновалентні є часточки – еквіваленти ($\frac{1}{Z}(\text{X})$). У разі виявлення атомом одиничної валентності (атоми елементів F, H, K, Na) еквівалентом є цілий атом

$\left(\frac{1}{1}(X)\right)$. **Еквівалент** багатовалентного елемента – частина його атому $\frac{1}{Z}(X)$.

Величина Z – число еквівалентності, що співпадає з валентністю атома елемента у сполуці та показує, яке число еквівалентів міститься у атомі елемента; X – символ елемента. Під час хімічної взаємодії еквіваленти елементів з'єднуються без залишку між собою, з атомом Гідрогену або заміщуються один іншим. Наприклад, для визначення у сполуках NF_3 , H_2O , AsF_3 , SF_4 , NO_2 , які частинки є еквівалентами для кожного елемента, спочатку треба зазначити валентні стани атомів, вказати ті одновалентні утворення, що будуть відповідати визначенню еквівалента. Метод визначення еквівалентів елементів у сполуках представлений у табл.1.

Таблиця 1. Визначення еквівалентів елементів у сполуках

Сполука	NF_3	H_2O	AsF_3	SF_4	NO_2
Валентність елементів	$Z(\text{F}) = \text{I}$ $Z(\text{N}) = \text{III}$	$Z(\text{H}) = \text{I}$ $Z(\text{O}) = \text{II}$	$Z(\text{F}) = \text{I}$ $Z(\text{As}) = \text{III}$	$Z(\text{F}) = \text{I}$ $Z(\text{S}) = \text{IV}$	$Z(\text{O}) = \text{II}$ $Z(\text{N}) = \text{IV}$
Частинки, що є еквівалентом елемента	Цілий (один) атом Флуору $\frac{1}{1}(\text{F})$	Цілий (один) атом Гідрогену $\frac{1}{1}(\text{H})$	Цілий (один) атом Флуору $\frac{1}{1}(\text{F})$	Цілий (один) атом Флуору $\frac{1}{1}(\text{F})$	Половина атома Оксигену $\frac{1}{2}(\text{O})$
	Третина атома Нітрогену $\frac{1}{3}(\text{N})$	Половина атома Оксигену $\frac{1}{2}(\text{O})$	Третина атома Арсену $\frac{1}{3}(\text{As})$	Четверта частина атома Сульфуру $\frac{1}{4}(\text{S})$	Четверта частина атома Нітрогену $\frac{1}{4}(\text{N})$

У кожній формульній одиниці (молекулі) число еквівалентів одного елемента завжди співпадає з числом еквівалентів іншого елемента. Наприклад, у молекулі NF_3 тричі повторюється сполучення еквівалента Флуору $\left(\frac{1}{1}(\text{F})\right)$ та еквівалента Нітрогену $\left(\frac{1}{3}(\text{F})\right)$ (дивись рис.1).

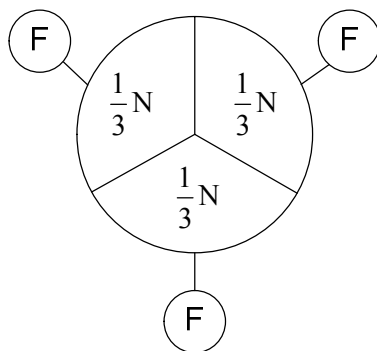
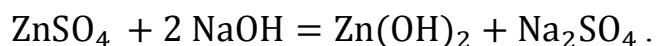


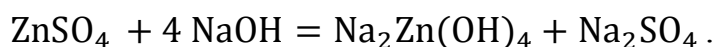
Рис. 1. Сполучення еквівалентів при утворенні молекули NF_3 .

За здійснення реакцій кислотно-основної взаємодії або обмінних реакцій еквівалентом сполуки є формульна одиниця, яка здійснює обмін з одним іоном H^+ та OH^- , або з іншим однозарядним іоном. Носії одиничного заряду – іони H^+ та OH^- в реакціях обміну завжди мають число еквівалентності $Z = 1$. Еквівалент та число еквівалентності речовини вказують для певної реакції, в якій вона бере участь.

Число еквівалентності сполук в реакціях обміну визначають сумарним зарядом іонів, які формульна одиниця обмінює на інші під час взаємодії. Наприклад, за здійснення реакції між цинк сульфатом та натрій гідроксидом спочатку має утворюватись малорозчинний цинк гідроксид:

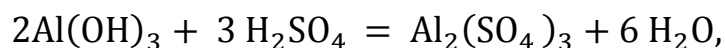


Еквівалентом натрій гідроксиду завжди є ціла формульна одиниця NaOH , яка здатна в реакціях здійснити обмін тільки одним однозарядним гідроксильним аніоном, а тому для цієї сполуки число еквівалентності є незмінним: $Z = 1$. Оскільки формульна одиниця солі обмінює один двозарядний аніон SO_4^{2-} на два однозарядні іони OH^- , отже $Z = 2$, і у даному випадку еквівалентом солі є $1/2$ формульної одиниці ZnSO_4 . У випадку опису взаємодії у розчині ZnSO_4 з натрій гідроксидом, взятому у надлишку, продуктом реакції є комплексна гідроксосіль:



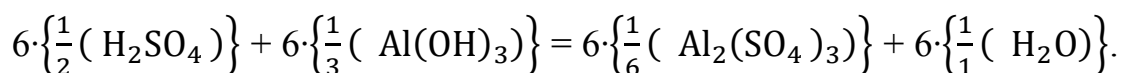
У даному прикладі один еквівалент NaOH реагуватиме під час обмінної взаємодії з еквівалентом солі, який відповідатиме $\frac{1}{4}$ формульної одиниці ZnSO_4 .

Якщо розглянути взаємодію алюміній гідроксиду та сульфатної кислоти, що завершується утворенням середньої солі відповідно з рівнянням реакції:

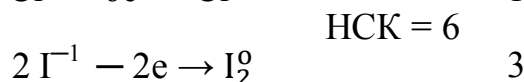
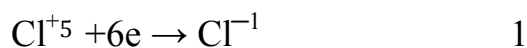
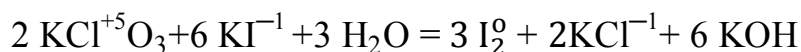


то стає зрозумілим, що молекула кислоти обмінює обидва катіони гідрогену на катіони алюмінію. Отже, еквівалентом кислоти є $\frac{1}{2}$ формульної одиниці H_2SO_4 , а число еквівалентності кислоти дорівнює сумарному заряду обмінюваних іонів, тобто $Z = 2$.

Молекула алюміній гідроксиду обмінює всі три гідроксильні аніони на кислотні залишки. Число еквівалентності $\text{Al}(\text{OH})_3$ дорівнює сумарному заряду обмінюваних аніонів, тобто $Z = 3$, відповідно, еквівалентом кислоти є $\frac{1}{3}$ формульної одиниці гідроксиду. Під час розглянутої взаємодії 6 еквівалентів сульфатної кислоти взаємодіють з 6 еквівалентами $\text{Al}(\text{OH})_3$ з утворенням шести еквівалентів солі та води:



В окисно-відновних реакціях еквівалентами окисника чи відновника є формульна одиниця, яка здійснює одноелектронний обмін. Число еквівалентності окисника або відновника визначається числом електронів, які, відповідно, приєднує або віддає одна формульна одиниця речовини. Наприклад, потрібно визначити число еквівалентності для калій хлорату та калій йодиду під час здійснення реакції між ними у лужному середовищі. Взаємодія описується нижче наведеним рівнянням реакції, в якому коефіцієнти знаходять використовуючи метод електронного балансу:



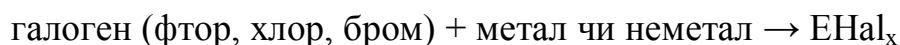
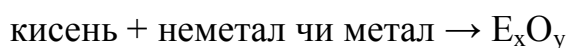
$$\text{НСК} = 6$$

$Z(\text{KClO}_3) = 6$, оскільки кожна формульна одиниця калій хлорату приєднує шість електронів, отже еквівалентом окисника у наведеному перевороті є $1/6$ формульної одиниці KClO_3 . Кожна формульна одиниця калій йодиду під час окиснення втрачає по одному електрону, а тому еквівалентом відновника у зазначеному перетворенні є ціла формульна одиниця KI , відповідно $Z(\text{KI}) = 1$. У багатьох випадках під час здійснення стехіометричних розрахунків є зручним застосування **закону еквівалентів**.

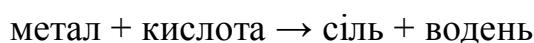
Сучасне формулювання цього закону стосовно перетворень (реакції сполучення, обміну, кислотно-основної взаємодії та окисно-відновні реакції) можна визначити таким чином: **маси реагуючих та утворених речовин співвідносяться між собою як молярні маси їх еквівалентів**. Отже, еквіваленти речовин сполучаються між собою в еквімолярних (тотожних) кількостях.

Спершу розглянемо застосування цього закону для двох типів перетворень:

- 1) утворення бінарних сполук з простих речовин в реакціях сполучення (добування оксидів E_xO_y , галогенідів EF_x , ECl_x , сульфідів E_xS_y):

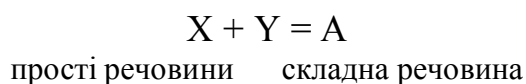


- 2) реакції заміщення за схемою:



У вираз закону еквівалентів включають відношення молярних мас еквівалентів відповідних елементів та відношення мас (або об'ємів) реагуючих речовин.

Для випадку загальної взаємодії у реакції сполучення



наводимо загальний вираз закону еквівалентів:

$$\frac{m(\text{X})}{M\left(\frac{1}{Z}(\text{X})\right)} = n\left(\frac{1}{Z}(\text{X})\right) = n\left(\frac{1}{Z}(\text{Y})\right) = \frac{m(\text{Y})}{M\left(\frac{1}{Z}(\text{Y})\right)},$$

$$\frac{m(X)}{m(Y)} = \frac{M\left(\frac{1}{Z}(X)\right)}{M\left(\frac{1}{Z}(Y)\right)}.$$

Для рішення задач, як еталонні стали значення, застосовують молярні маси еквівалентів таких елементів, як Гідроген, Оксиген, Флуор. **Молярна маса еквівалентів** – це фізико-хімічна величина, яка визначає масу Авогадрової сукупності (1 моль) частинок еквівалентів; її розмірність – г/моль. Значення молярної маси еквівалентів елемента знаходять за відношенням маси порції речовини до кількості еквівалентів елементів у цій порції:

$$M\left(\frac{1}{Z}(X)\right) = \frac{m(X)}{n\left(\frac{1}{Z}(X)\right)}.$$

Значення молярної маси еквівалентів елемента відрізняється у Z разів від молярної маси атомів даного елемента:

$$M\left(\frac{1}{Z}(X)\right) = \frac{M(X)}{Z},$$

де Z – «**число еквівалентності**» – валентність елемента, або, для складних речовин, абсолютне значення ступеня окиснення елемента. Тоді, молярні маси еквівалентів одновалентних елементів Гідрогену та Флуору чисельно співпадають з молярними масами цих атомів:

$$M\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) = \frac{M(\text{H})}{1} = \frac{1 \text{ г/моль}}{1} = 1 \text{ г/моль},$$

$$M\left(\frac{1}{1}(\text{F})\right) = \frac{M(\text{F})}{1} = \frac{19 \text{ г/моль}}{1} = 19 \text{ г/моль}.$$

Для двовалентного атома Оксигену молярна маса його еквівалентів буде вдвічі меншою від молярної маси атомів:

$$M\left(\frac{1}{2}(\text{O})\right) = \frac{M(\text{O})}{2} = \frac{16 \text{ г/моль}}{2} = 8 \text{ г/моль}.$$

Приклад. Визначте, якою є молярна маса еквівалентів WF_z , якщо відома масова частка Флуору в цій сполуці $\omega(F) = 8,255\%$. Якою є валентність атома W? Які кількості еквівалентів Флуору та Вольфраму прореагували, якщо використано 73,54 г W?

Розв'язок. За законом еквівалентів відношення мас елементів у фториді має дорівнювати відношенню молярних мас еквівалентів Вольфраму та Флуору:

$$\frac{m(W)}{m(F_2)} = \frac{M(\frac{1}{Z}(W))}{M(\frac{1}{1}(F))}.$$

Щоб визначити $M(\frac{1}{Z}(W))$ спочатку треба виразити маси Вольфраму та Флуору, використавши зміст масової частки елемента з формули:

$$\omega(F) = \frac{m(F)}{m(WF_z)}, \text{ звідки } m(F) = \omega(F) \cdot m(WF_z).$$

Значення масової частки використовують в частках одиниці. Оскільки для бінарної сполуки $\omega(F) + \omega(W) = 1$, то знайдемо масову частку вольфраму: $\omega(W) = 0,61745$. Тоді, маса Вольфраму визначається як:

$$m(W) = \omega(W) \cdot m(WF_z).$$

Підставимо у вираз закону еквівалентів значення мас елементів та молярної маси еквівалентів Флуору:

$$\frac{0,61745 \cdot m(WF_z)}{0,38255 \cdot m(WF_z)} = \frac{M(\frac{1}{Z}(W))}{19 \text{ г/моль}}.$$

Далі знайдемо молярну масу еквівалентів Вольфраму:

$$M(\frac{1}{Z}(W)) = \frac{0,61745 \cdot 19}{0,38255} = 30,67 \text{ г/моль}.$$

Розрахуємо валентність Вольфраму, виходячи з відношення:

$$M(\frac{1}{Z}(W)) = \frac{M(W)}{Z(W)},$$

$$Z(W) = \frac{M(W)}{M\left(\frac{1}{Z}(W)\right)} = \frac{183,6 \text{ г/моль}}{30,67 \text{ г/моль}} = \text{VI}.$$

Отже, еквівалентом є $\frac{1}{6}$ атома Вольфраму, а формула фториду WF_6 .

Кількості еквівалентів елементів Флуору та Вольфраму будуть однаковими, що випливає з суті закону еквівалентів, а саме:

$$\text{а) } \frac{m(W)}{M\left(\frac{1}{6}(W)\right)} = \frac{m(F)}{M\left(\frac{1}{1}(F)\right)};$$

$$\text{б) } \frac{m(W)}{M\left(\frac{1}{6}(W)\right)} = n\left(\frac{1}{6}(W)\right) \frac{73,54 \text{ г}}{30,67 \text{ г/моль}} = 2,4 \text{ моль};$$

$$\text{в) } n\left(\frac{1}{1}(F)\right) = 2,4 \text{ моль}.$$

Отже, під час взаємодії використовується однакове (еквімолярне) число еквівалентів, а також завжди утворюватиметься така сама кількість еквівалентів сполуки-продукту.

Молярна маса еквівалентів бінарної сполуки дорівнює сумі молярних мас еквівалентів елементів, які утворюють цю сполуку. Тому молярна маса еквівалентів фториду вольфраму становить:

$$M\left(\frac{1}{Z}(\text{WF}_6)\right) = M\left(\frac{1}{6}(W)\right) + M\left(\frac{1}{1}(F)\right) = 30,67 \text{ г/моль} + 19 \text{ г/моль} = 49,67 \text{ г/моль}.$$

Відповідно, з 2,4 моль еквівалентів реагентів утворюється 2,4 моль еквівалентів фториду, а маса такої порції фториду складає:

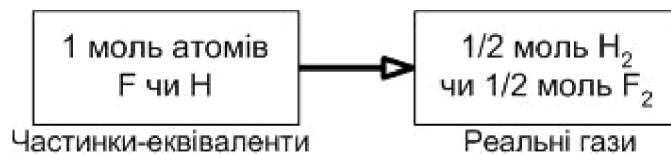
$$m(\text{WF}_6) = n\left(\frac{1}{Z}(\text{WF}_6)\right) \cdot M\left(\frac{1}{Z}(\text{WF}_6)\right) = 2,4 \text{ моль} \cdot 49,67 \text{ г/моль} = 119,21 \text{ г}.$$

Якщо необхідно здійснити розрахунки об'ємів відповідних речовин за перебігу перетворень, то у вираз закону еквівалентів підставляють значення **молярних об'ємів еквівалентів елементів**, які входять до складу молекул газів. Найчастіше при вирішенні задач використовують значення молярних об'ємів еквівалентів Гідрогену, Оксигену, Флуору.

Молярний об'єм еквівалентів $V^o\left(\frac{1}{z}(X)\right)$ – це об'єм, який займає авогадрова сукупність (1 моль) еквівалентів. Значення молярного об'єму еквівалентів знаходять за відношенням об'єму порції газу до кількості еквівалентів елемента:

$$V^o\left(\frac{1}{z}(X)\right) = \frac{V(X)}{n\left(\frac{1}{z}(X)\right)}.$$

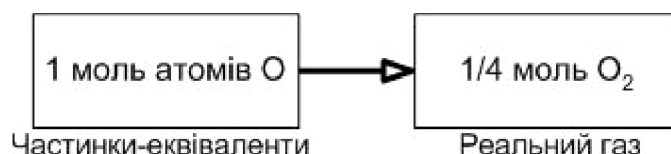
Так, 1 моль еквівалентів одновалентних елементів Гідрогену та Флуору – це авогадрова сукупність атомів цих елементів ($6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Н та F). Об'єм, який займає така порція частинок-еквівалентів можна визначити за кількістю реального двохатомного газу, який утвориться з них. Тобто,



Тому, молярні об'єми еквівалентів Гідрогену та Флуору співпадатимуть з об'ємом $\frac{1}{2}$ моль реальних газів, а саме:

$$V^o\left(\frac{1}{1}(H)\right) = 11,2 \text{ л/моль}, V^o\left(\frac{1}{1}(F)\right) = 11,2 \text{ л/моль}.$$

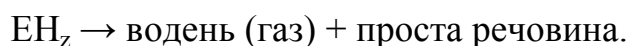
Для двохвалентних атомів Оксигену еквівалентом є половина атома Оксигену $\frac{1}{2}$ О. Порція 1 моль еквівалентів Оксигену містить авогадрове число половинок атомів Оксигену, тобто $6,02 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1}{2}$ (атому О). Тоді, з 1 моль еквівалентів може утворитися $\frac{1}{4}$ моль реального двохатомного газу O₂.



Отже, молярний об'єм еквівалентів Оксигену складає одну четверту частину від об'єму 1 моль реального газу:

$$V^o\left(\frac{1}{4}(\text{O}_2)\right) = \frac{V(\text{O}_2)}{4} = \frac{22,4 \text{ л/моль}}{4} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Приклад. Необхідно визначити, яка молярна маса еквівалентів елементу у водневій сполуці EH_z , якщо під час розкладу 37,46 г цієї речовини утворилося 16,8 л водню (н.у.). Схема розкладу сполуки:



Якщо записати вираз закону еквівалентів із застосуванням значень об'ємів газу водню та молярного об'єму еквівалентів Гідрогену, то маємо:

$$\frac{m(\text{E})}{V(\text{H}_2))} = \frac{M\left(\frac{1}{Z}(\text{X})\right)}{V^o\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right)}.$$

Розв'язок. Для розв'язку використаємо значення $V^o\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) = 11,2 \text{ л/моль}$.

Крім того, необхідно визначити масу елемента, що має утворитися під час розкладу. Для цього спочатку знаходимо кількість H_2 за його об'ємом, наведеним в умові, а потім розраховуємо масу цієї порції H_2 :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,75 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}_2) = 0,75 \text{ моль} \cdot M(\text{H}_2) = 0,75 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ г}.$$

Масу елемента знайдемо, використавши закон збереження маси:

$$m(\text{E}) = 37,46 - 1,5 = 35,96 \text{ г}.$$

Тоді відповідно до закону еквівалентів є чинним співвідношення:

$$\frac{m(\text{E})}{V(\text{H}_2))} = \frac{35,96 \text{ г}}{16,8 \text{ л}} = \frac{M\left(\frac{1}{Z}(\text{E})\right)}{11,2 \text{ л/моль}}.$$

Звідси молярна маса еквіваленту елемента дорівнює:

$$M\left(\frac{1}{Z}(E)\right) = \frac{11,2 \cdot 35,96}{16,8} = 23,97 \text{ г/моль}$$

Приклад. Яку масу деякого металу, молярна маса еквівалентів якого складає 56,21 г/моль, треба взяти, щоб у реакції з кислотою добути стільки ж водню, скільки його утворюється в результаті взаємодії 10,8 г алюмінію з цією ж кислотою? Який об'єм водню (н.у.) утвориться при взаємодії металів з кислотою?

Розв'язок. Взаємодія металів з кислотою описується схемою:



Кількість еквівалентів металу завжди співпадає з кількістю еквівалентів витісненого газу водню, а тому виконується співвідношення:

$$n\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M^0\left(\frac{1}{2}(\text{H}_2)\right)} n\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right) = \frac{m(\text{Al})}{M\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right)} = n\left(\frac{1}{Z}(\text{Me})\right) = \frac{m(\text{Me})}{M\left(\frac{1}{Z}(\text{Me})\right)}.$$

Оскільки алюміній має сталу валентність, $Z(\text{Al}) = 3$, то

$$M\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right) = \frac{M(\text{Al})}{3} = \frac{26,98 \text{ г/моль}}{3} = 8,99 \text{ г/моль},$$

тоді можна визначити масу невідомого металу, що витісняє необхідний об'єм водню:

$$m(\text{Me}) = \frac{m(\text{Al}) \cdot M\left(\frac{1}{Z}(\text{Me})\right)}{M\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right)} = \frac{10,8 \cdot 56,21}{8,99} = 67,53 \text{ г.}$$

Кількість еквівалентів газу водню, утвореного під час взаємодії обох металів з кислотою, є однаковою і співпадає з кількістю еквівалентів металів, тому

$$n\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) = n\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right) = \frac{m(\text{Al})}{M\left(\frac{1}{3}(\text{Al})\right)} = \frac{10,8 \text{ г}}{8,99 \text{ г/моль}} = 1,2 \text{ моль.}$$

Об'єм водню відповідає значенню:

$$V(\text{H}_2) = V^o\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) \cdot V^o\left(\frac{1}{1}(\text{H})\right) = 1,2 \text{ моль} \cdot 11,2 \text{ л/моль} = 13,45 \text{ л.}$$

На основі закону еквівалентів базується кількісний метод аналітичної хімії – об'ємний **титриметричний аналіз**, застосування якого дозволяє визначати кількості та маси реагуючих речовин за перебігу окисно-відновних реакцій у розчинах. Здійснення такого визначення полягає у наступному. До відомого об'єму розчину, в якому знаходиться речовина окисник чи відновник (X) поступово з бюретки додають по краплинам титрант – розчин реагенту (A) –, який вступає в окисно-відновну взаємодію з речовиною у досліджуваному розчині. Вміст титранту у розчині є встановленим і визначається молярною концентрацією еквівалента $c\left(\frac{1}{Z}(\text{A})\right)$. Під час проведення окисно-відновного титриметричного аналізу часто застосовують такі титранти як: I_2 (йодометрія), $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ (цериметрія), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (хроматометрія), KBrO_3 (броматометрія), KMnO_4 (перманганатометрія). У досліджуваний розчин вносять окисно-відновний індикатор, який має різне забарвлення на початку визначення та під час досягнення **точки еквівалентності** – моменту, коли вся речовина X, вміст якої аналізують, повністю провзаємодіє з титрантом, і, відповідно, використовуються однакові кількості еквівалентів окисника і відновника.

У випадку застосування перманганатометричного методу відбувається знебарвлення темно-фіолетового забарвлення KMnO_4 у результаті його взаємодії з відновником у досліджуваному розчині, а у точці еквівалентності весь титрований розчин набуває стійкого блідо-рожевого забарвлення.

Для проведення розрахунків у титриметричному аналізі є чинним закон еквівалентів: кількості еквівалентів окисника та відновника у об'ємі

досліджуваного розчину V_X та у розчині титранту V_A є однаковими. Кількості еквівалентів реагентів можна визначити використовуючи молярну концентрацію еквівалентів розчину титранту:

$$c\left(\frac{1}{Z}(A)\right) = \frac{n\left(\frac{1}{Z}(A)\right), \text{ моль}}{V_A, \text{ л}}$$

$$n\left(\frac{1}{Z}(A)\right) = c\left(\frac{1}{Z}(A)\right) \cdot V_A = c\left(\frac{1}{Z}(X)\right) \cdot V_X = n\left(\frac{1}{Z}(X)\right).$$

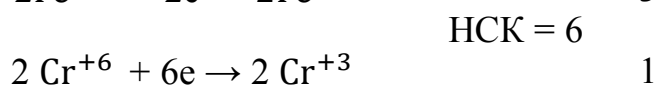
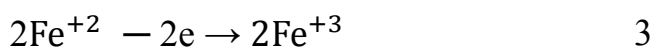
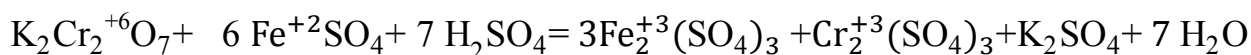
Використовуючи наведене співвідношення розраховують молярну концентрацію еквівалента розчиненої речовини у досліджуваному розчині:

$$c\left(\frac{1}{Z}(X)\right) = \frac{c\left(\frac{1}{Z}(A)\right) \cdot V_A}{V_X},$$

а також знаходять масу розчиненої речовини (X) – окисника чи відновника – у досліджуваному розчині:

$$m(X) = n\left(\frac{1}{Z}(X)\right) \cdot M\left(\frac{1}{Z}(X)\right) = c\left(\frac{1}{Z}(X)\right) \cdot V_X \cdot M\left(\frac{1}{Z}(X)\right).$$

Наприклад, потрібно визначити, яка маса FeSO_4 знаходилась у розчині під час титрування ферум(II) сульфату калій хроматом у кислому середовищі відповідно до рівняння:



Для досягнення точки еквівалентності було використано 100 мл розчину з молярною концентрацією еквівалента $c\left(\frac{1}{Z}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)\right) = 0,25 \text{ моль/л}$.

Обчислимо, яка кількість еквівалентів окисника була використана під час титрування:

$$n\left(\frac{1}{Z}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)\right) = c\left(\frac{1}{Z}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)\right) \cdot V_A = 0, 0,25 \text{ моль/л} \cdot 0,1 \text{ л} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль}.$$

Згідно закону еквівалентів: $2,5 \cdot 10^{-2}$ моль окисника $K_2Cr_2O_7$ можуть окиснити таку саму кількість еквівалентів відновника $FeSO_4$. Відповідно до наведеного електронного балансу кожна формульна одиниця відновника ферум(II) сульфату під час окиснення втрачає по одному електрону, а тому еквівалентом відновника у зазначеному перетворенні є ціла формульна одиниця $FeSO_4$, отже, $Z(FeSO_4) = 1$. Молярна маса еквівалентів відновника співпадає з його молярною формульною масою:

$$M\left(\frac{1}{Z}(FeSO_4)\right) = \frac{M(FeSO_4)}{1} = 152 \frac{г}{моль}.$$

Маса розчиненої речовини відновника $FeSO_4$ у досліджуваному розчині становить:

$$m(FeSO_4) = n\left(\frac{1}{Z}(FeSO_4)\right) \cdot M\left(\frac{1}{Z}(FeSO_4)\right) = 152 \cdot \frac{г}{моль} \cdot 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль} = 3,8 \text{ г.}$$

ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

1. Розрахувати масу молекул цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ та фосфор броміду PBr_3 . Порівняти, скільки молекул цих речовин знаходиться в порціях масою 5 г.
2. Розрахувати, який об'єм займають за нормальних умов нижче зазначені маси газів:

а) 5,22 г Cl_2O ;
б) 35,2 г C_3H_6 ;
в) 55,2 г NO_2 .

 Обчислити, скільки молекул газу містить кожна зазначена порція.
3. Визначити масу суміші, до складу якої входять:

а) 0,325 моль атомів барію + $8,92 \cdot 10^{22}$ його атомів;
 б) 1,2 моль молекул HF та $9,632 \cdot 10^{22}$ молекул HF ;
 в) 0,15 моль молекул Br_2 та $7,7 \cdot 10^{23}$ молекул Br_2 .
4. Обчислити молярну масу газу, якщо відомо:

а) $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул газу мають масу 256 г;
 б) 1,4 л газу (н.у.) має масу 9,125 г;
 в) маса молекули газу важча від маси молекули азоту в 5 разів.
5. Для порцій 9,5 г етилену (C_2H_4) та 11 г N_2O порівняти:

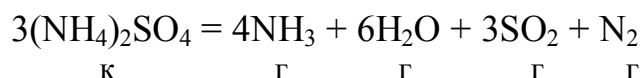
- а) число молекул;
 б) об'єми, які займають гази (н.у.).
6. Відомі маси однакових об'ємів (н.у.) двох газів А та В. Використавши наведені дані, розрахувати:
- а) молярну масу газу В, виходячи з відомої формули газу А;
 б) масу молекул кожного газу;
 в) які об'єми займають наведені порції газів у кожному випадку.

	Газ А	$m(A)$	Газ В	$m(B)$
I	CO ₂	220	?	284
II	SF ₄	48,6	?	53,55
III	NF ₃	113,6	?	44,8

7. Використавши закон сталості складу, визначити склад формульних одиниць речовин, виходячи з масових співвідношень атомів елементів.

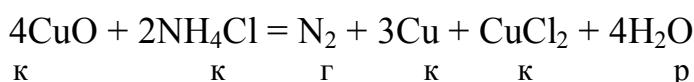
	Речовина	Масове співвідношення елементів
I		$m(Fe) : m(O) = 7 : 2$
II		$m(Na) : m(O) = 23 : 8$
III		$m(Hg) : m(O) = 12,54 : 1$
IV		$m(Fe) : m(O) = 4 : 1$

8. Термічний розклад амоній сульфату описується хімічним рівнянням:



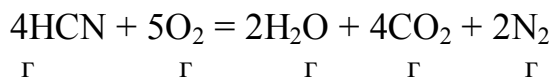
Розрахувати, які кількості аміаку, оксиду сульфуру (IV) та азоту утворюються при розкладі 79,2 г солі; який об'єм займає кожний з одержаних газів?

9. Амоній хлорид застосовують для очищення поверхні металів від оксидів перед паянням, зокрема під час очищення поверхні міді здійснюється реакція:



Розрахувати, які маси CuO та NH₄Cl брали участь у взаємодії, якщо було утворено 26,88 л азоту (н.у.); які кількості міді та купрум хлориду були утворені під час цієї взаємодії.

10. Ціановодень, підпалений на повітрі, згоряє за рівнянням реакції:



Відомо, що об'єм реакційної суміші газів (HCN та O₂), які прореагували без залишку, склав 100,8 л (н.у.). Визначити, які кількості кожного газу брали участь у взаємодії; які кількості H₂O, CO₂ та N₂ утворилися; який об'єм має утворена суміш газів.

11. При нагріванні в розплаві селітри вуглець згоряє за реакцією:



Відомо, що під час взаємодії утворено $4,864 \cdot 10^{23}$ молекул газів (N₂ та CO₂).

Розрахувати:

- кількості (моль) кожного з утворених газів та їх об'єми;
- маси калій нітрату та вуглецю, які прореагували без залишку.

12. В результаті спалювання наважки тривалентного металу в атмосфері хлору утворилося 31,7 г солі. Під час взаємодії використано 6,72 л Cl₂ (н.у.).

Застосувавши закон еквівалентів, знайти:

- молярну масу еквівалентів металу;
- молярну масу атомів металу;
- який метал було спалено.

13. 12,86 г металу реагують без залишку з 4,7 л газу фтору (н.у.) з утворенням газоподібного фториду MeF_z. Відносна густина фториду металу за воднем становить 149.

Розрахувати:

- молярну масу еквівалентів металу;
- молярну масу еквівалентів фториду металу;

- валентність металу;
- молярну масу атомів металу.

14. Аналіз зразків двох оксидів хрому показує, що на 0,2 г Оксигену припадає:

Маса хрому	
оксид І	оксид ІІ
0,217 г	0,433 г

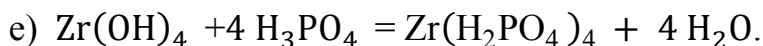
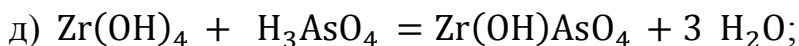
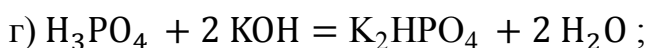
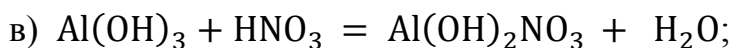
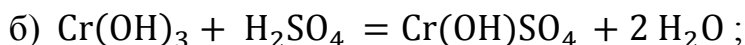
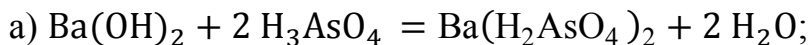
Розрахувати:

- молярну масу еквівалентів хрому в кожному оксиді;
- валентність атома Хрому в кожному оксиді.

15. При сполученні 5,99 г деякого неметалу з 1,344 л O_2 утворилось 0,03 моль оксиду. Розрахувати:

- молярну масу еквівалентів неметалу;
- валентність атома неметалу.

16. Поясніть, які часточки є еквівалентами гідроксидів та кислот під час здійснення нижче наведених перетворень, а також значення молярних мас еквівалентів цих речовин:

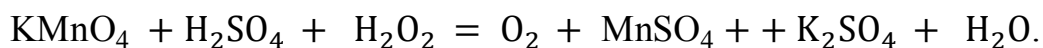


17. Обчисліть молярні маси еквівалентів калій нітриту та калій манганату(VII) для реакції між ними у розчині, підкисленому сульфатною кислотою відповідно до рівняння:



Розрахуйте, скільки мілілітрів розчину з молярною концентрацією $c(\text{KMnO}_4) = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$ було витрачено під час титрування 25 мл розчину, в якому молярна концентрація еквівалентів калій нітриту $c\left(\frac{1}{2}(\text{KNO}_2)\right)$ становила $2 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$.

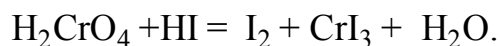
18. Для повного знебарвлення 20 мл розчину, в якому молярна концентрація еквівалентів калій манганату (VII) $c\left(\frac{1}{2}(\text{KMnO}_4)\right)$ становила $1 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$ було використано такий самий об'єм розчину H_2O_2 . Обчисліть молярні маси еквівалентів калій манганату (VII) та H_2O_2 під час здійснення описаної взаємодії між ними у розчині, підкисленому сульфатною кислотою відповідно до рівняння:



Проведіть необхідні розрахунки та визначте:

- якою є молярна концентрація еквівалентів гідроген пероксиду у розчині;
- яка маса пероксиду зазнала перетворення.

19. Обґрунтуйте, якими є молярні маси еквівалентів хромової та йодидної кислот для реакції між ними у розчині відповідно до рівняння:



Проведіть необхідні розрахунки та визначте:

- скільки мілілітрів розчину з молярною концентрацією $c(\text{H}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$ було витрачено під час титрування 50 мл розчину, в якому молярна концентрація еквівалентів йодидної кислоти $c\left(\frac{1}{2}(\text{HI})\right)$ становила $2 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$
- яка маса хроматної кислоти зазнала перетворення?

20. Для досягнення точки еквівалентності під час титрування у кислому середовищі 75 мл розчину ферум(II) сульфату було використано 20 мл бромної

води з молярною концентрацією $c(\text{Br}_2) = 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}$. Взаємодія здійснюється відповідно до наведеного рівняння реакції:



Обчисліть:

- молярні маси еквівалентів окисника та відновника за здійснення описаної взаємодії;
- якою є молярна концентрація еквівалентів FeSO_4 у розчині;
- яка маса ферум(II) сульфату зазнала перетворення?

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ТА РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Загальна та неорганічна хімія. Частина I: підручник для студ. вищ. нав. закладів/ О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 520 с. – ISBN 955–7320–18–9.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія: підручник для студ. нехім. спец. вищ. нав. закладів/ В.І. Кириченко. – Київ: Вища школа, 2005. – 638 с. – ISBN 966–642–182–8.
3. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: підручник для студ. нехім. спец. вищ. нав. закладів/ Н.В. Романова. – Київ: Перун, 1998. – 480 с. – ISBN 966–569–106–6.
4. Неділько С. А. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи: навчальний посібник/ С.А. Неділько, П.П. Попель. – Київ: Либідь, 2001. – 398 с. – ISBN 966–06–0096–8.
5. Іванюк О. В. Обмінні та окисно-відновні процеси в розчинах: навч. посіб. / О. В. Іванюк. – Київ: КПІ ім. Ігоря Сікорського, Вид-во "Політехніка", 2017. – 128 с. – ISBN 978–966–622–889–2.
6. Загальна хімія. «Основні поняття та закони хімії. Систематика неорганічних сполук». Посібник з навчальної дисципліни «Загальна хімія» для студентів технічних напрямів підготовки / Уклад.: А.В. Підгорний, Т.М. Назарова – К.: НТУУ «КПІ», 2010. – 52 с.

Таблиця Д.1. Періодична система хімічних елементів

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Періоди	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ										VIII	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		IX	X	XI
1	H 1,0079 Гідроген <i>водень</i>							He 4,0028 Гелій				
2	Li 6,941 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,01 Карбон <i>вуглець</i>	N 14,007 Нітроген <i>азот</i>	O 15,999 Оксиген <i>кисень</i>	F 18,998 Флуор <i>фтор</i>	Ne 20,179 Неон				
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,085 Силіцій <i>кремій</i>	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур <i>сірка</i>	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон				
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо Ферум	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікел		
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,906 Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій		
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина		
7	Fr 223 Францій	Ra 226,02 Радій	Ac 227,03 Актиній	Rf 261 Резерфордій	Db 262 Дубній	Sg 263 Сінборгій	Bh 262 Борій	Hs 265 Гасій	Mt 266 Майтнерій	Uun 272 Унунлій		
Висхідні оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇					
Легкі сполуки				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR					
31 іодотеном												
*	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Празеодим	Nd 144,24 Неодим	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,5 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербий	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Йттербий	Lu 174,97 Лютецій
**	Th 232,04 Торій	Pa 231 Протактиній	U 238,03 Уран	Np 237 Нептуній	Pu 244 Плутоній	Am 243 Америцій	Cm 247 Кюріум	Bk 247 Берклій	Es 252 Ейнштейній	Fm 257 Фермій	Md 258 Менделєєв	No 259 Нобелій

Таблиця Д.2. Основні фізичні величини міжнародної системи одиниць (SI)

Величина		Одиниця вимірювання	
Найменування	Позначення	Найменування	Позначення
Довжина	l	метр	м
Маса	m	кілограм	кг
Час	t	секунда	с
Сила електричного струму	I	Ампер	А
Термодинамічна температура	T	Кельвін	К
Сила світла	I	Кандела	Кд
Кількість речовини	n	моль	моль

Таблиця Д.3. Десяткові приставки та множники для утворення кратних та частинних одиниць

Прис- тав- ки	Позначення		Множ- ник	Прис- тав- ки	Позначення		Множ- ник
	Міжна- родне	Україн- ське			Міжна- родне	Україн- ське	
тера	T	Т	10^{12}	санти	с	с	10^{-2}
гіга	G	Г	10^9	мілі	m	м	10^{-3}
мега	M	М	10^6	мікро	μ	мк	10^{-6}
кіло	k	к	10^3	нано	n	н	10^{-9}
гекто	h	г	10^2	піко	p	п	10^{-12}
дека	da	да	10^1	фемто	f	ф	10^{-15}
деци	d	д	10^{-1}	атто	a	а	10^{-18}

Таблиця Д.4. Основні фізичні сталі

Стала	Позначення	Чисельне значення	Розмірність
Швидкість світла у вакуумі	c	$2,997925 \cdot 10^8$	$\text{м} \cdot \text{с}^{-1}$
Абсолютний нуль температури	e	$-273,15 \text{ }^{\circ}\text{C}$	
Стала Авогадро	N_a	$6,02252 \cdot 10^{23}$	моль^{-1}
Стала Планка	h	$6,6256 \cdot 10^{-34}$	$\text{Дж} \cdot \text{с}$
Стала Больцмана	k	$1,380662 \cdot 10^{-23}$	$\text{Дж} \cdot \text{К}^{-1}$
Стала Фарадея	F	$9,64870 \cdot 10^4$	$\text{Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Універсальна газова стала	R	8,31441	$\text{Дж моль}^{-1} \text{К}^{-1}$
Атомна одиниця маси	а.о.м.	$1,66057 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса спокою: електрона	m_e	$9,109534 \cdot 10^{-31}$	кг
Маса спокою протона	m_p	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса спокою нейтрона	m_n	$1,6749543 \cdot 10^{-27}$	кг
Заряд електрона	e	$1,6021892 \cdot 10^{-19}$	Кл

Таблиця Д.5. Розчинність солей та гідроксидів у воді

Катіон Аніон	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cl ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺
OH ⁻	P	P	P	H	-	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H
F ⁻	P	P	P	H	P	H	H	H	P	M	H	H	P	P	P	H	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	M	P	P
I ⁻	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	H	P	-	P	P	H	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	M	P	P	P	P	-	-	P	-	-	P	-	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	H	H	-	P	P	H	-	H	H	-	-	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	H	H	H
C ₂ O ₄ ²⁻	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H
*Ac ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	P	P	P
CN ⁻	P	P	P	H	H	P	P	M	H	-	-	H	H	H	H	-	P	H	H
SCN ⁻	P	P	P	H	H	P	P	P	P	P	-	M	P	P		-	P	P	P
SiO ₃ ²⁻	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	H	H	H	H	H
ClO ₄ ⁻	P	P	P		P	P	M	H		P				-	P			P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	P	M	H	P	P	H	H	H	P	-	H	H	H	H
MnO ₄ ⁻	P	P	P	P	H	P	P	H	P			H							